Profesor
Julio César Rojas Talledo

PITAGORAS
ACADEMIA

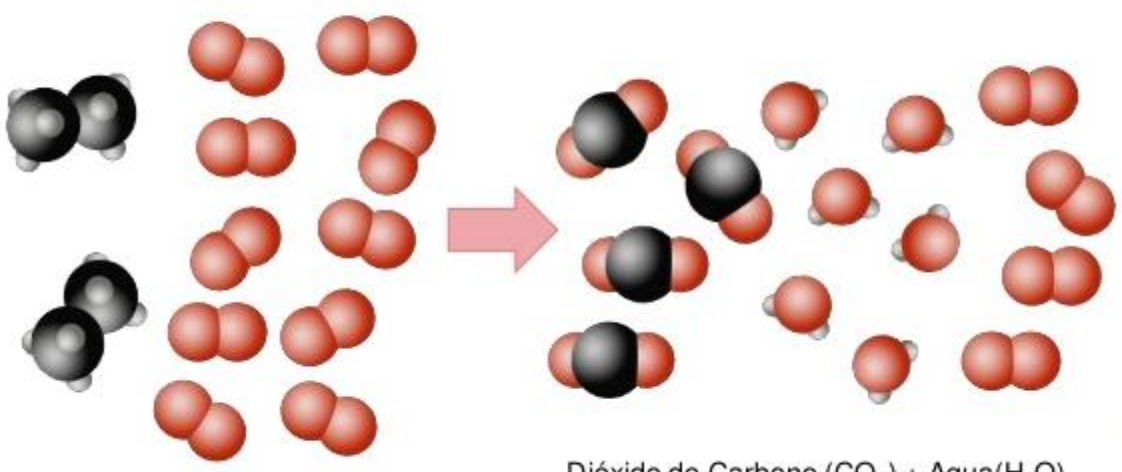
QUÍMICA

GRUPO PITÁGORAS

UNIVERSIDAD NACIONAL DE INGENIERIA
SCIENTIA ET LABOR
LIMA PERU
1876

ESTEQUIOMETRÍA

En el caso de que hubiese oxígeno en exceso(más del necesario) solo reaccionará en proporción al etano presente y el resto quedará como tal. Es el siguiente caso, reacciona el etano con el oxigeno pero no hay etano suficiente para reaccionar con todo…el etano es el reactivo limitante



Etano (CH_3CH_3)+ Oxígeno(O_2)

Dióxido de Carbono (CO_2) + Agua(H_2O) + Exceso de oxígeno que no reacciona

$$2C_2H_6 + 6O_2 \text{ ----> } 4CO_2 + 6H_2O$$

REACTIVO LIMITANTE

REACTIVO EN EXCESO

ESTEQUIOMETRÍA

01. El cloruro férrico, se aplica en radiotécnica, para el ataque químico de placas de cobre, como resultado de esta acción, se forma cloruro cúprico y cloruro ferroso. Determine la masa de la forma reducida al hacer reaccionar 50 gramos de cloruro férrico y 50 gramos de cobre

A) 43,220 g B) 39,076 g C) 150,25 g
D) 12,250 g E) 53,212 g

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

$$\underset{\text{MF= 162,5}}{\overset{\text{m= 50 g}}{2FeCl_3}} + \underset{\text{m.A= 63,5}}{\overset{\text{m= 50 g}}{Cu}} \text{ ---> } CuCl_2 + \underset{\text{MF= 127}}{\overset{\text{m= ?}}{2FeCl_2}}$$

Determinación del R.L.

$$\frac{mFeCl_3}{2(162,5)} = \frac{50}{63,5} \text{ ---> } m_{FeCl3} = 255,9 \text{ g}$$

Pero se tiene 50 g ---> R.L.

Cálculo de la masa de $FeCl_2$

$$\frac{50}{2(162,5)} = \frac{mFeCl_2}{2(127)} \text{ ---> } mFeCl_2 = 39,076 \text{ g}$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA

02. Al combustionarse el amoníaco según:

$$NH_{3(g)} + O_{2(g)} \text{ --- > } H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

Determinar el volumen de la mezcla gaseosa que resulta al quemar 120 mL de NH_3 con 100 mL de O_2.

A) 10 mL B) 60 mL C) 70 mL
D) 80 mL E) 100 mL

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

V= 120 mL V= 100 mL V=?

$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \text{ --- > } 6H_2O_{(l)} + 2N_{2(g)}$$

$4V_N$ $3V_N$ $2V_N$

Determinación del R.L.

$$\frac{120}{4} = \frac{V_{O2}}{3} \quad \text{---> } V_{O2} = 90 \text{ mL --- > Exceso: 10 mL}$$

Por lo tanto: R.L. es el NH_3

Cálculo del V_{N2}:

$$\frac{120}{4} = \frac{V_{N2}}{2} \quad \text{---> } V_{N2} = 60 \text{ mL}$$

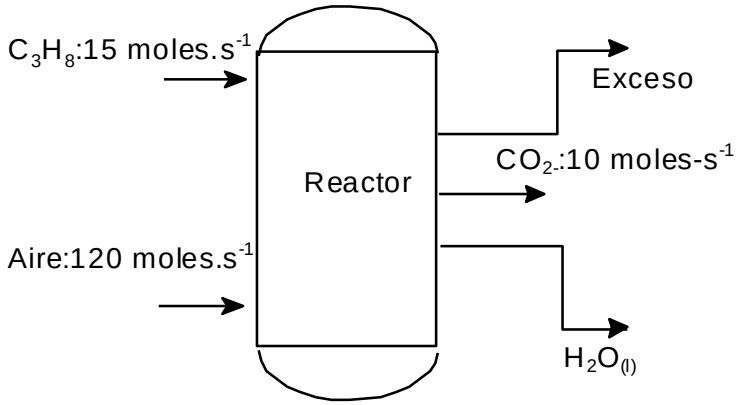
Cálculo del volumen de la mezcla gaseosa:

$$V_{total} = (10 + 60) \text{ mL} = 70 \text{ mL}$$

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA

03. Dado el siguiente esquema:



¿Cuántos gramos de CO_2 se acumulan en el reactor al cabo de 5 segundos?

A) 720 g B) 438 g C) 827 g
D) 968 g E) 1 034 g

SOLUCIÓN:

Cálculo de las moles del oxígeno:

Moles de oxígeno = 120 (0,20) = 24

Ecuación balanceada del proceso:

n= 15 n= 24 n=?

$$C_3H_8 + 5O_2 \text{ --- > } 3CO_2 + 4H_2O$$

n=1 n= 5 n=3

Determinación del R.L.

$$\frac{15}{1} = \frac{n_{O2}}{5} \text{ --- > } n_{O2} = 75 \text{ --- > Falta: R.L.}$$

Cálculo de las moles de CO_2:

$$\frac{24}{5} = \frac{n_{CO2}}{3} \text{ --- > } n_{CO2} = 14,4$$

Cálculo de las moles de CO_2 retenidas en el reactor:

$$n_{CO2} = 14,4 - 10 = 4,4$$

Cálculo de la masa de CO_2 retenida en el reactor:

$$\frac{4.4 \text{ moles}}{1 \text{ s}} \cdot \frac{44 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} \cdot 5 \text{ s} = 968 \text{ gramos.}$$

CLAVE: D

ESTEQUIOMETRÍA

04. Determine la masa de oxígeno que se formaría en la reacción de 34 gramos de H_2O_2, 80 gramos de $KMnO_4$ y 65 gramos de H_2SO_4

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4$ ---- > $K_2SO_4 + MnSO_4 + O_2 + H_2O$

A) 16 g B) 32 g C) 48 g
D) 51 g E) 68 g

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= 80 g m= 34g m= 65g m=?

$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4$ ---- > $K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5O_2 + 8H_2O$

M.F=158 M= 34 M=98 M=32

Determinación del Reactivo Limitante :

$$\frac{80}{2(158)} = \frac{m_{H2O2}}{5(34)}$$ ---- > m_{H2O2} = 43,03 g --- > FALTA ---- > R.L.

Determinación del Reactivo Limitante (2)

$$\frac{34}{5(34)} = \frac{m_{H2SO4}}{3(98)}$$ --- > m_{H2SO4} = 58,8 g --- > Sobra: R.E

Por lo tanto el R.L. es H_2O_2

Cálculo de la masa de oxígeno:

$$\frac{34}{5(34)} = \frac{m_{O2}}{5(32)}$$ --- > m_{O2} = 32 gramos

CLAVE: B

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

- ✓ Muchas reacciones son reversibles, por lo que no ocurren al 100% de izquierda a derecha.
- ✓ Otras veces, resulta muy difícil recuperar todo el producto del medio de la reacción, por ejemplo si está disuelto en una solución acuosa.
- ✓ Otras veces, alguno de los reactivos no está ciento por ciento puro, contiene impurezas que fueron tomadas en cuenta sin querer en el momento de masarlo y que al final no reaccionan, por lo tanto, se obtiene menos producto que el esperado.
- ✓ En otras ocasiones, en las reacciones se obtienen productos que pueden, de forma espontánea,reaccionar entre sí o con los reactivos para formar otros productos no esperados, estas reacciones posteriores reducen el rendimiento de la primera reacción.

$$\%\ \text{RENDIMIENTO} = \frac{\text{MASA REAL}}{\text{MASA TEÓRICA}} \cdot 100$$

$$\%\ \text{RENDIMIENTO} = \frac{\text{VOLUMEN REAL}}{\text{VOLUMEN TEÓRICO}} \cdot 100$$

ESTEQUIOMETRÍA

05. Se hace reaccionar 85 gramos de nitrato de plata, con 58,5 gramos de cloruro de sodio en solución acuosa, produciéndose 61 gramos de cloruro de plata sólida. Escriba la ecuación e indique el porcentaje de rendimiento.

A) 60% B) 74% C) 80%
D) 67% E) 85%

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= 85 g m= 58,5 g m= ?

$$AgNO_3 + NaCl \text{ ----} > AgCl + NaNO_3$$

M.F= 170 M.F= 58,5 g M.F= 143,5 g

Determinación del R.L.

El reactivo limitante es: $AgNO_3$

Cálculo de la masa teórica de AgCl:

$$\frac{85}{170} = \frac{mAgCl}{143,5} \quad \text{---} > mAgCl = 71,75 \text{ gramos}$$

Cálculo del rendimiento:

$$\%\ R = \frac{61}{71,75} \cdot 100 = 85$$

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA

06. La fermentación de la glucosa pura conduce a la formación de etanol y gas carbónico. Si el rendimiento de la reacción es del 85%, ¿Cuántos gramos de glucosa serán necesarios para producir 16 gramos de etanol?

$C_6H_{12}O_6$ --- > C_2H_5OH + CO_2

A) 34 g B) 36,8 g C) 39 g
D) 68 g E) 74 g

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= ? **m= 16g**

$C_6H_{12}O_6$ --- > **2**C_2H_5OH + **2**CO_2

M= 180 **M= 46**

Cálculo de la masa de glucosa necesaria:

$$\frac{m_{C6H12O6}}{180} = \frac{16}{2(46)} \cdot \frac{100}{85}$$ **--- > $m_{C6H12O6}$ = 36,8 gramos**

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA

07. En la preparación del ácido sulfúrico a partir del azufre cuántos kg de ácido sulfúrico se puede preparar a partir de 3,2 kg de azufre en polvo según las reacciones:

I. $S + O_2$ + Calor --- > SO_2 (%R = 70%)

II. $SO_2 + O_2$ + Calor --- > SO_3 (%R = 80%)

III. $SO_3 + H_2O$ --- > H_2SO_4 (%R = 80%)

A) 4,39 kg B) 1,8 kg C) 7,2 kg

D) 5,2 kg E) 2,52 kg

SOLUCIÓN:

Ecuaciones del proceso balanceadas:

$S + O_2$ + Calor --- > SO_2 (%R = 70%)

$SO_2 + O_2$ + Calor --- > SO_3 (%R = 80%)

$SO_3 + H_2O$ --- > H_2SO_4 (%R = 80%)

m= 3,2kg m=?

S --- > H_2SO_4

m.A= 32 M= 98

$$\frac{70}{100} \cdot \frac{8O}{100} \cdot \frac{80}{100} \cdot \frac{3,2}{32} = \frac{mH_2SO_4}{98}$$

mH_2SO_4 = 4,39 kg

CLAVE: A

ESTEQUIOMETRÍA

08. 540 gramos de una aleación denominada bronce de aluminio que contiene 90% de Cu y 10% de Al, se usa en la fabricación de equipos no corroibles, todo el metal ligero es tratado con HNO_3 diluido. Determinar el volumen del gas producido a las condiciones de 8,2 atm y 27°C. La eficiencia del proceso es del 80%.

A) 6,4 L B) 2,24 L C) 12,5 L
D) 9 L E) 7,2 L

SOLUCIÓN:

El metal más ligero es el aluminio.

Cálculo de la masa de aluminio.

$$m_{Al} = \frac{10}{100}(540)g = 54\ g$$

La ecuación del proceso balanceada es:

m = 54g n= ?

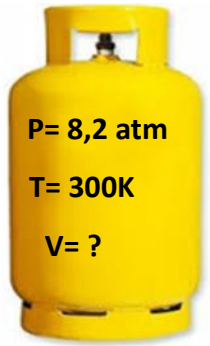
$$2Al + 6HNO_3 \text{ ----} > 2Al(NO_3)_3 + 3H_2$$

m.A= 27 n = 3

Luego:

$$(0,8)\ \frac{54}{2(27)} = \frac{n_{H2}}{3} \text{ ----} > n_{H2} = 2,4$$

Cálculo del volumen del hidrógeno:



De:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n_{H2}$$

$$8,2 \cdot V = 0,082 \cdot 300 \cdot 2,4$$

V= 7,2 L

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA

09. ¿Cuántos gramos de benceno se necesitarán para obtener 96 gramos de anilina si el rendimiento del proceso es 72%?

$C_6H_6 + NH_3 \text{ --- > } C_6H_5NH_2 + H_2$

A) 80,51 g B) 40,205 g C) 111,8 g
D) 125,5 g E) 250 g

SOLUCIÓN:

Ecuación balanceada del proceso:

m= ? m= 96g

$C_6H_6 + NH_3 \text{ --- > } C_6H_5NH_2 + H_2$

M= 78 M= 93

Cálculo de la masa del benceno:

$$\frac{mC_6H_6}{78} = \frac{96}{93} \cdot \frac{100}{72}$$

mC_6H_6 = 111,8 gramos

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA

10. Al reaccionar 108 gramos del aluminio con aceite de vitriolo se obtienen 81 litros de hidrógeno medidos sobre agua a 807 mmHg y a la temperatura de 27°C. Determinar el rendimiento del proceso, si la presión vapor de agua a la temperatura de 27°C es 27 mmHg.

A) 60% B) 56,25% C) 86,33%
D) 95% E) 88,45%

SOLUCIÓN:

Cálculo de las moles teóricas del hidrógeno:

m= 108g n= ?

$2Al + 3H_2SO_4 \text{ ----} > Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$

m.A= 27 n=3

$$\frac{108}{2(27)} = \frac{nH_2}{3} \quad \text{----} > nH_2 = 6$$

Cálculo de las moles reales de hidrógeno:

$P_{G.H} = P_{G.S} + P_{vH2O}$ ----> $807 = P_{G.S} + 27$ ---> $P_{G.S} = 780$ mmHg

De:

$P \cdot V = R \cdot T \cdot n_{H2}$ ----> $780 \cdot 81 = 62,4 \cdot 300 \cdot n_{H2}$ ---> $n_{H2} = 3,375$

Cálculo del porcentaje de rendimiento:

$$\%R = \frac{3,375}{6} \cdot 100 = 56,25$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA

¿ QUÉ ES LA PUREZA?

La pureza es la cantidad de sustancia que cuantitativamente se ha determinado que existe en una muestra dada de dicha sustancia.

¿EN LAS REACCIONES QUÍMICAS USAMOS SUSTANCIA PURAS?

- ✓ **La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no son 100% puras, poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas.**
- ✓ **Es importante disponer de esta información antes de usar cualquier sustancia química para llevar a cabo una dada reacción.**

¿CÓMO DE DETERMINA LA PUREZA DE UNA SUSTANCIA?

$$\%\text{Pureza} = \frac{\text{gramos puros}}{\text{gramos impuros}} \times 100$$

ESTEQUIOMETRÍA

11. ¿Qué masa de cal viva al 80% en masa se obtiene a partir de 1 kg de carbonato de calcio al 70% en masa con un rendimiento de descomposición del 90%?

A) 220 g B) 322 g C) 441 g
D) 532 g E) 624 g

SOLUCIÓN:

Cálculo de la masa pura del $CaCO_3$

$$m_{CaCO_3} = \frac{70}{100} \cdot 1000g = 700 \text{ gramos}$$

Ecuación balanceada del proceso:

m= 700 g m= ?

$$CaCO_3 \text{ ---> } CO_2 + CaO$$

M.F= 100 M.F= 56

Cálculo de la masa de CaO:

$$\frac{700}{100} = \frac{m_{CaO}}{56}$$

$$m_{CaO} = 392 \cdot \frac{90}{100} \cdot \frac{100}{80} = 441 \text{ gramos}$$

CLAVE: C

ESTEQUIOMETRÍA

12. Determinar la pureza de una muestra de carburo de calcio, sabiendo que al tratar 2,056 gramos de una muestra con agua se obtiene 656 mL de C_2H_2 medidos sobre agua a 22 °C y 748 mmHg, si la presión vapor de agua a la temperatura de 22°C es 19,8 mmHg.

$$CaC_2 + H_2O \text{ --- > } Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

A) 67% B) 77,7% C) 62%
D) 80,7% E) 76%

SOLUCIÓN:

Cálculo de masa de C_2H_2 obtenida:

$P_{GAS\ SECO}$= (748 – 19,89) mmHg = 728,2 mmHg.

de:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot \frac{mC_2H_2}{M}$$

Reemplazando valores:

$$728,2 \cdot 0,656 = 62,4 \cdot 295 \cdot \frac{mC_2H_2}{26} \quad \text{---- > } mC_2H_2 = 0,674 \text{ gramos}$$

Cálculo de la masa pura del CaC_2:

m=? 0,674 g

$$CaC_2 + 2H_2O \text{ --- > } Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

MF = 64 M = 26

luego:

$$\frac{mCaC_2}{64} = \frac{0,674}{26} \quad \text{--- > } mCaC_2 = 1,66 \text{ g}$$

Cálculo del porcentaje de pureza del CaC_2:

$$\%P = \frac{\text{MASA PURA}}{\text{MASA IMPURA}} \cdot 100$$

Reemplazando valores.

$$\%P = \frac{1,66}{2,056} \cdot 100 = 80,7$$

CLAVE: D

ESTEQUIOMETRÍA

13. En la preparación de "aceite de vitriolo" se tienen las siguientes etapas:

$FeS_2 + O_2$ --- > $Fe_2O_3 + SO_2$

$SO_2 + O_2$ --- > SO_3

$SO_3 + H_2O$ --- > H_2SO_4

Determinar la masa de ácido sulfúrico al 60% de pureza que se obtiene al procesar 200 kg de pirita con 80% de pureza, la eficiencia del proceso es 95%.

A) 248,26 kg
B) 2 512,16 kg
C) 413,77 kg
D) 443,77 kg
E) 454,17 kg

SOLUCIÓN:

Cálculo de la masa pura de FeS_2:

$$\text{Masa pura de } FeS_2 = \frac{80}{100}(200)\text{kg} = 160\ \text{kg}$$

Ecuaciones balanceadas del proceso:

$4FeS_2 + 11O_2$ --- > $2Fe_2O_3 + 2SO_2$

$8(SO_2 + O_2$ --- > $SO_3)$

$8(SO_3 + H_2O$ --- > $H_2SO_4)$

m= 160 kg m= ?

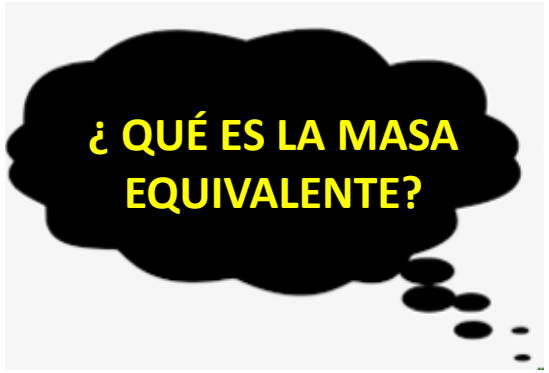
FeS_2 ----- > $2H_2SO_4$

MF= 120 M= 98

$$\frac{160}{120} = \frac{mH2SO4}{2(98)} \text{ --- > } mH_2SO_4 = 261,33\ \text{kg}.\frac{100}{60}.\frac{95}{100} = 413,7\ \text{kg}$$

CLAVE: C

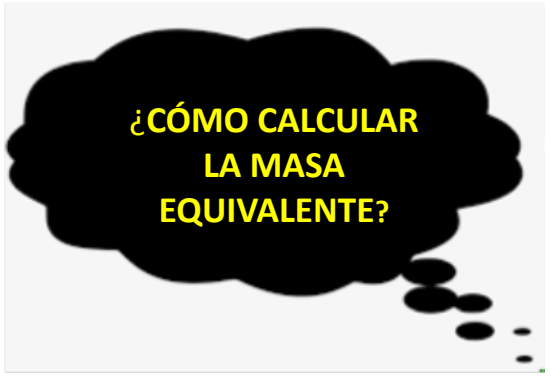
ESTEQUIOMETRÍA



La masa equivalente o masa de combinación es la cantidad de una sustancia capaz de combinarse o desplazar 1 parte en masa de H_2, 8 partes en masa de O_2 ó 35,5 partes en masa de Cl_2.

De este concepto podemos notar que las masas equivalentes del H_2, O_2, Cl_2 están establecidos como cantidades estándares de referencia.

Cabe indicar que el H_2, O_2 y Cl_2 se toman convencionalmente como elementos de referencia ya que se combinan con la mayoría de los elementos para formar una gran variedad de compuestos químicos.



PARA UN ELEMENTO

$$m_{Eq} = \frac{\text{MASA ATÓMICA}}{\text{VALENCIA}}$$

PARA UN COMPUESTO

$$m_{Eq} = \frac{\text{MASA MOLAR}}{\theta}$$

θ: PARÁMETRO DE CARGA

1 EQUIVALENTE – GRAMO < > MASA EQUIVALENTE EN GRAMOS

ESTEQUIOMETRÍA

Cálculo de Θ para el CO_2 en:

$$C_2H_4 + 3O_2 \text{ ----> } 2CO_2 + 2H_2O$$

En la reacción química se cumple:

$$N^{o}Eq C_2H_6 = N^{o}Eq O_2 = N^{o}Eq_{CO2} = N^{o}Eq_{H20}$$

Pero:

$$N^{o}Eq = n.\ \Theta$$

$$N^{o}Eq_{CO2} = N^{o}Eq_{H20}$$

$$2.\ \Theta_{CO2} = 2\ (2) \text{ ---> } \mathbf{\Theta_{CO2} = 2}$$

Cálculo de Θ para el CO_2 en:

$$C_3H_8 + 5O_2 \text{ ----> } 3CO_2 + 4H_2O$$

$$N^{o}Eq_{CO2} = N^{o}Eq_{H20}$$

$$3.\ \Theta_{CO2} = 4\ (2) \text{ ---> } \mathbf{\Theta_{CO2} = \frac{8}{3}}$$

Cálculo de Θ para el CO_2 en:

$$CaCO_3 + 2HCl \text{ -----> } CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Cálculo de Θ para el CO_2 en:

$$N^{o}Eq_{CO2} = N^{o}Eq_{H20}$$

$$2.\ \Theta_{CO2} = 2\ (2) \text{ ---> } \mathbf{\Theta_{CO2} = 2}$$

Observaciones:

$$\Theta_{NH3} = 1$$

$$H_2 \text{ ---> } 2H^{1+} + 2e^- \text{ ---> } \Theta = 2$$

$$O_2 + 4e^- \text{ ---> } 2O^{2-} \text{ ---> } \Theta = 4$$

Para sustancias ionizables, se cumple:

mEq= ∑ masas equivalentes de sus iones

ESTEQUIOMETRÍA

Ejemplo:

$$Eq H_2SO_4 = \frac{\text{masa molar}}{\text{Nº de } H1^{+} \text{ liberables}} = \frac{98}{2} = 49$$

De otra manera:

$$EqH_2SO_4 = EqH^{1+} + EqSO_4^{2-} = \frac{\text{masa atómica } H1^{+}}{\text{carga de } H1^{+}} + \frac{\text{masa molar } SO42^{-}}{\text{Carga del } SO42^{-}} = \frac{1}{1} + \frac{96}{2} = 1 + 48 = 49$$

LEY DE LOS EQUIVALENTES EN UNA REACCIÓN QUÍMICA

Demostración de ley de los equivalentes

Sea la reacción:

J ----> L + Q

Se cumple:

$$Nº\ Eq_J = Nº\ Eq_L = Nº\ Eq_Q$$

Pero:

$$NºEq = \frac{masa}{Eq} = n \cdot \theta$$

ECUACIÓN QUÍMICA	$2H_2$ +	O_2 ---->	$2H_2O$
masa	4	32	36
Equivalente	1	8	9
Nº Equivalentes	$\frac{4}{1} = 4$	$\frac{32}{8} = 4$	$\frac{36}{9} = 4$

ESTEQUIOMETRÍA

14. Determinar el número de equivalentes - gramo contenidos en 4,76 gramos del ión permanganato al participar como agente oxidante en:
    I. Medio Ácido.
    II. Medio Básico.

A) 0,6 y 0,3 B) 0,2 y 0,12 C) 0,6 y 1,2
D) 0,2 y 0,6 E) 0,8 y 0,42

SOLUCIÓN:

I. En medio ácido:

7+

MnO_4^{1-} ----> Mn^{2+} ----> $\Theta = 5$

$$MEq = \frac{\textbf{masa molar}}{\theta} = \frac{119}{5} = \textbf{23,8}$$

Luego:

$$Nº\ Eq\text{-}g = \frac{\textbf{masa}}{\textbf{mEq}} = \frac{4,76}{23,8} = \textbf{0,2}$$

II. En medio básico:

7+

MnO_4^{1-} ----> Mn^{4+} ----> $\Theta = 3$

$$MEq = \frac{\textbf{masa molar}}{\theta} = \frac{119}{3} = \textbf{39,66}$$

Luego:

$$NºEq\text{-}g = \frac{4,76}{39,66} = \textbf{0,12}$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA

15. Recientemente se ha sintetizado una sustancia "Q" que es anfótera. Si 1,36 gramos de "Q" puede neutralizar 1,91 gramos de hidróxido de sodio y la misma masa neutraliza 0,522 gramos de ácido clorhídrico. ¿Cuál es la relación de equivalentes - gramo de la sustancia "Q" cuando actúa como ácido y base respectivamente?

A) 0,3 B) 0,2 C) 0,1
D) 3,0 E) 0,4

SOLUCIÓN:

Sustancia "Q" es **anfótera**, es decir: cuando reacciona con un ácido se comporta como base y cuando reacciona con una base se comporta como un ácido.

I. Cuando "Q" se comporta como ácido reacciona con NaOH:

Se cumple:

$$\text{Nº Eq-g "Q"} = \text{NºEq-g NaOH}$$

Reemplazando:

$$\frac{1,36}{mEq_Q} = \frac{1,91}{40} \text{ ---> } mEq\text{"Q"}_{(ácido)} = 28,481 \text{ ---> } (\alpha)$$

II. Cuando "Q" se comporta como base reacciona con HCl:

Se cumple:

$$\text{Nº Eq-g "Q"} = \text{NºEq-g HCl}$$

$$\frac{1,36}{mEq_Q} = \frac{0,522}{36,5} \text{ ---> } mEq\text{"Q"}_{(base)} = 95,095 \text{ ---> } (\beta)$$

α entre β:

$$\frac{28,481}{95,095} = 0,3$$

CLAVE: A

ESTEQUIOMETRÍA

16. Todos los carbonatos reaccionan energéticamente con HCl concentrado, produciendo cierto gas, si se tratan 100 kg de caliza, indicar cuántas proposiciones son correctas:
( ) Se formarán 40 kg de CO como producto.
( ) Se formará 44 kg de CO_2 como producto.
( ) Se requieren 73 kg de HCl para la reacción completa.
( ) Se formará 28 kg de CO_2.
( ) Se formará CO como productos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

SOLUCIÓN:

$$mEqCaCO_3 = \frac{\text{masa molar}}{\theta} = \frac{100}{2} = 50$$

$$mEqCO_2 = \frac{\text{masa molar}}{\theta} = \frac{44}{2} = 22$$

Cálculo de la masa de CO_2:

En una reacción química se cumple:

$$Nº\ Eq\text{-}g\ CaCO_3 = Nº Eq\text{-}g\ CO_2$$

Donde: $Nº\ Eq\text{-}g = \frac{\mathbf{masa}}{\mathbf{mEq}}$

Reemplazando valores:

$$\frac{\mathbf{100}}{\mathbf{50}} = \frac{\mathbf{mCO_2}}{\mathbf{22}} \rightarrow mCO_2 = \mathbf{44\ gramos}$$

Cálculo de la masa de HCl:

$$\frac{\mathbf{100}}{\mathbf{50}} = \frac{\mathbf{mHCl}}{\mathbf{36,5}} \rightarrow mHCl = \mathbf{73\ gramos}$$

CLAVE: B

ESTEQUIOMETRÍA

17. En el compuesto J_2L la parte en masa de "J" es 60%, si 240 gramos de este compuesto reaccionan con HCl, formando 133,2 gramos de LCl_2. Determinar la masa equivalente de "L"

A) 86,3 B) 63,5 C) 98,6
D) 91,6 E) 87,5

SOLUCIÓN:

Relación entre la $m.A_J$ y mA_L:

De la composición centesimal de J_2L:

$$\frac{60}{100} = \frac{2J}{2J+L} \text{ ---> } \frac{3}{5} = \frac{2J}{2J+L} \text{ ---> } 2J = 1{,}5L$$

Del compuesto LCl_2, se deduce que la valencia de "J" es 2.

CLAVE: D

ESTEQUIOMETRÍA

18. Determinar el equivalente de un elemento metálico "J" de quien una masa de 0,347 gramos descompone al agua, produciendo 180 mL de hidrógeno gaseoso, medidos a 15°C y 748 mm de Hg de presión.

A) 16,3 g B) 29,15 g C) 43,08 g
D) 55,8 g E) 23,28 g

SOLUCIÓN:

Cálculo de las moles de H_2:

De:

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n_{H2}$$

Reemplazando valores:

$$748 \cdot 0{,}180 = 62{,}4 \cdot 288 \cdot n_{H2}$$

$$\mathbf{m_{H2} = 7{,}49.10^{-3}}$$

En una reacción química se cumple:

$$N^{o}Eq\text{-}g_{J} = N_{H2} \cdot \Theta_{H2}$$

Reemplazando valores:

$$\frac{0{,}347}{mEq_J} = 7{,}49.10^{-3} \cdot 2 \text{ ---> } mEq_J = 23{,}28$$

CLAVE: E

ESTEQUIOMETRÍA

19. Por tratamiento de 5,64 gramos de un nitrato metálico de un metal "J" con ácido sulfúrico se obtuvieron 4,8 gramos del correspondiente sulfato. Determinar la masa equivalente del metal "J".

A) 8 B) 16 C) 24
D) 32 E) 40

SOLUCIÓN:

Masa del $J(NO_3)_x$ = 5,64 gramos

$$mEq_{J(NO3)x} = J + \frac{62}{1} = \mathbf{J + 62}$$

Masa del $J_2(SO_4)_x$ = 4,8 gramos

$$mEq_{J2(SO4)x} = J + \frac{96}{2} = \mathbf{J + 48}$$

Cálculo de mEq_J:

$$\frac{5,64}{J+62} = \frac{4,8}{J+48} \text{ ---> } \mathbf{mEq_J = 32}$$

CLAVE: D

ESTEQUIOMETRÍA

20. Una mezcla de aluminio y zinc, cuya masa es 1,67 gramos fue disuelta totalmente en ácido, liberando un volumen de 1,69 litros de hidrógeno medidos a 101,3 kPa y 273 K. ¿Cuál fue el porcentaje de aluminio en la mezcla inicial?.

A) 79% B) 19,2% C) 73,5%
D) 57,5% E) 61,1%

SOLUCIÓN:

$m_{AL} + m_{Zn} = 1,67$ gramos ---> $m_{Zn} = 1,67 - m_{Al}$

$\mathbf{mEq_{Al} = \frac{27}{3} = 9}$ y $\mathbf{mEq_{Zn} = \frac{65}{2} = 32,5}$

Para la mezcla se cumple:

$$Nº\ Eq\text{-}g_{Al} + Nº\ Eq\text{-}g_{Zn} = n_{H2} \cdot \Theta_{H2}$$

$$Nº Eq\text{-}g_{Al} + Nº Eq\text{-}g_{Zn} = \frac{1,69}{22,4} \cdot 2$$

Reemplazando valores:

$$\frac{m_{Al}}{9} + \frac{1,67 - mAl}{32,5} = 0,15 \quad \text{----> } m_{Al} = 1,227 \text{ gramos}$$

Cálculo del porcentaje en masa del aluminio.

$$\%mAl = \frac{1,227}{1,67} \cdot 100 = 73,49$$

CLAVE: C

MUCHAS GRACIAS POR SU ATENCIÓN